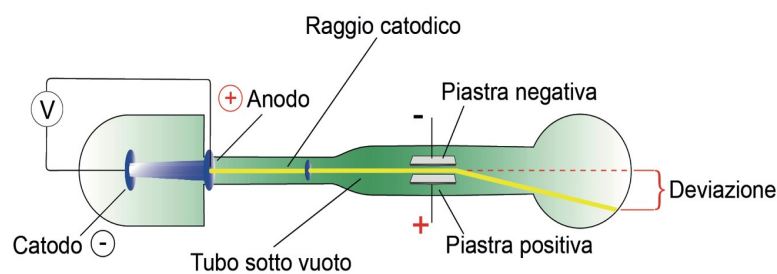


## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### *Scoperta dell'elettrone*

*George Johnstone Stoney (metà del XIX secolo)*

*Esperimenti di scarica elettrica in gas rarefatti:  
raggi catodici costituiti da particelle cariche negativamente*



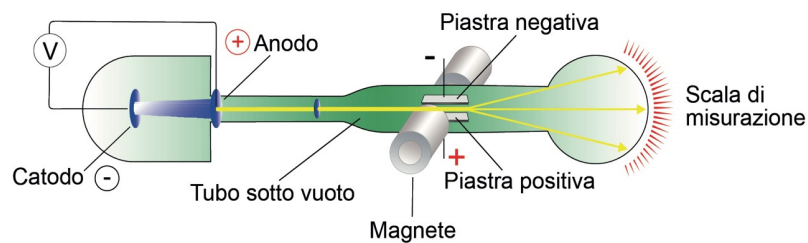
## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### *Misura del rapporto carica/massa dell'elettrone*

*Joseph John Thomson (1897)*

*Esperimenti di scarica elettrica in gas rarefatti:  
raggi catodici costituiti da particelle negative  $e/m = 1.76 \cdot 10^8 \text{ C g}^{-1}$*

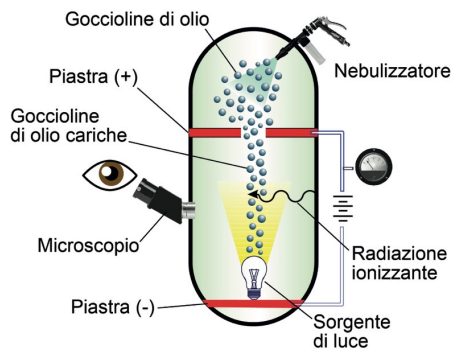
*N.B. oggi  $1.75882 \cdot 10^8 \text{ C g}^{-1}$*



## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### Misura della carica dell'elettrone

Robert Millikan (1909)



Misurando la massa dal loro volume, le goccioline portano una carica che è multiplo intero del valore  
 $e = 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$   
 quindi  $m_e = 9.11 \cdot 10^{-28} \text{ g}$

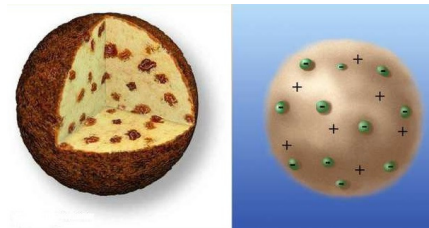
**N.B.**  $m_H \approx 1840 m_e$   
 quindi l'elettrone è una particella subatomica

## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### Modelli atomici

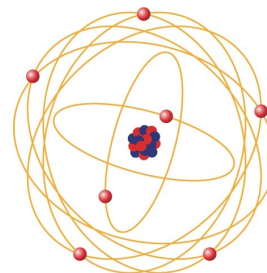
**Joseph John Thomson (1904):**  
**modello a panettone**

L'atomo è una sfera uniforme carica positivamente in cui gli elettroni sono «dispersi», come uvetta nel panettone (Aristotele: horror vacui).



**Ernest Rutherford (1911):**  
**modello planetario**

L'atomo è costituito da un (piccolo) nucleo carico positivamente posto al centro di una sfera (molto più grande) nella quale si muovono gli elettroni (come i pianeti intorno al sole).



**STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO**

*Modelli atomici*

<p><i>Thomson</i></p> <p><i>modello a panettone</i></p>	<p><i>Rutherford</i></p> <p><i>modello planetario</i></p>
---	---

Risultati attesi                      Risultati osservati

**STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO**

*Modelli atomici*

*Esperimento di Rutherford*

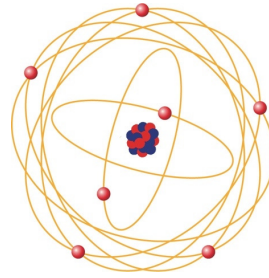
## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### Modelli atomici

#### L'atomo di Rutherford

Dall'analisi delle traiettorie:

- nucleo ha dimensioni nell'ordine di  $10^{-15}$  m ( $10^{-12}$  mm,  $10^{-6}$  nm,  $10^{-5}$  Å)
- atomo ha dimensioni nell'ordine di  $10^{-10}$  m ( $10^{-7}$  mm,  $10^{-1}$  nm,  $1$  Å)



Da questi dati possiamo stimare (volume della sfera:  $4\pi r^3/3$ ):

- volume nucleo circa  $5 \cdot 10^{-45}$  m<sup>3</sup> ( $5 \cdot 10^{-15}$  Å<sup>3</sup>)
- volume atomo circa  $5 \cdot 10^{-30}$  m<sup>3</sup> ( $5$  Å<sup>3</sup>)

**La materia è sostanzialmente una struttura vuota (100 m vs 1 cm!)**

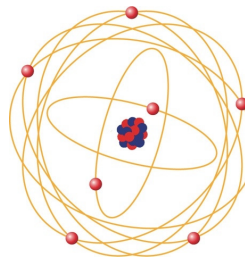
## STRUTTURA FISICA DEL NUCLEO ATOMICO

### Modelli atomici

#### L'atomo di Rutherford

Nell'atomo neutro la carica negativa totale degli  $Z$  elettroni ( $Ze$ ) va bilanciata da altrettanta carica positiva.

**Goldstein e Wien** (fine del 1800) ipotizzano l'esistenza di particelle subatomiche cariche positivamente (**protoni**).



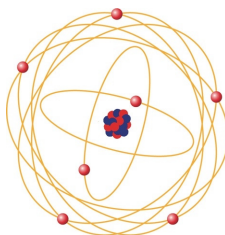
Rutherford nel **1919** dimostrò l'esistenza dei protoni come costituenti del nucleo, aventi carica uguale e contraria a quella degli elettroni e massa di  $1.6726 \cdot 10^{-24}$  g, cioè di **1836** volte superiore a quella dell'elettrone!

## STRUTTURA FISICA DEL NUCLEO ATOMICO

### Modelli atomici

#### L'atomo di Rutherford

**PROBLEMA:**  
i protoni non bastano a giustificare la massa degli atomi!  
Nel 1932 il fisico inglese Chadwick, identificò i **neutroni**.



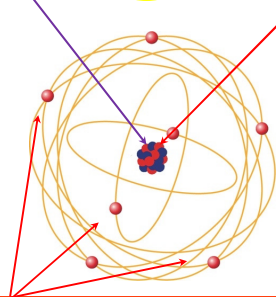
Il **neutrone** è una particella *nucleare* priva di carica elettrica, la cui massa fu stimata pari a  $1.6749 \cdot 10^{-24}$  g.

**N.B.** il valore è quasi uguale alla massa del protone.

	carica	massa
elettrone:	$-1.60 \cdot 10^{-19}$ C	$9.1094 \cdot 10^{-31}$ kg
protone:	$+1.60 \cdot 10^{-19}$ C	$1.6726 \cdot 10^{-27}$ kg
neutrone:	nulla	$1.6749 \cdot 10^{-27}$ kg

## NUMERO ATOMICO (Z), NUMERO DI MASSA (A) E NUMERO DI ELETTRONI

Numero atomico (**Z**):  
è il numero di **protoni** presenti nel nucleo. Caratterizza l'atomo dal punto di vista delle proprietà chimiche:  
idrogeno  $Z = 1$   
elio  $Z = 2$   
ossigeno  $Z = 8$   
etc.



Numero di massa (**A**):  
esprime il numero di **nucleoni**, ovvero la somma di protoni (**Z**) e neutroni (**N**) presenti nel nucleo di un atomo ( $A = Z + N$ ).  
Atomi con uguale **Z** e diverso **N** si dicono **isotopi**.

Numero di elettroni ( $N_e$ ). Se l'atomo è neutro  $N_e = Z$  ( $Q=0$ ).  
Se **perde** 1  $e^-$  diventa uno ione positivo ( $Q=1$ ; **catione +1**)  
Se **prende** 1  $e^-$  diventa uno ione negativo ( $Q=-1$ ; **anione -1**)  
e così via per 2, 3... o più  $e^-$  persi ( $Q= 2, 3...$ ) o acquisiti ( $Q= -2, -3...$ )

## MASSA ATOMICA E MASSA MOLECOLARE

Ciascun **atomo** ha una sua **massa** caratteristica che dipende dal numero di neutroni, protoni e (molto meno) elettroni presenti

La **massa** di una **molecola** si ricava come somma delle masse degli atomi costituenti

Il problema è che le masse atomiche e molecolari sono molto piccole, quindi un qualunque **campione macroscopico** è costituito da un enorme numero di particelle (atomi, molecole o ioni).

Es. 1 mg di acqua è costituito da  $33,4 \cdot 10^{18}$  molecole

## UNITA' DI MASSA ATOMICA E MASSA ATOMICA (RELATIVA)

<i>elettrone:</i>	$- 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$9.1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
<i>protone:</i>	$+ 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$1.6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
<i>neutrone:</i>	carica nulla	$1.6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Quando si fa una reazione chimica in laboratorio:

- 1) Le masse in gioco sono (almeno) dell'ordine dei mg, cioè molto, **mooolto** più grandi delle masse atomiche o molecolari!
- 2) Le sostanze chimiche si pesano (è impossibile «contare» il **numero** di molecole in un campione macroscopico).
- 3) Le sostanze reagiscono fra loro combinandosi reciprocamente secondo i coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata, quindi conta il **numero** di molecole impiegate:



**Bisogna quindi:** a) definire una conveniente scala per le masse atomiche e b) collegare la massa del campione con il suo numero di molecole

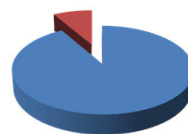
## UNITA' DI MASSA ATOMICA E MASSA ATOMICA (RELATIVA)

Tutte le misure sono effettuate facendo riferimento ad una **unità di misura** scelta arbitrariamente (sebbene non del tutto a caso...).

La massa atomica non fa eccezione: nel **1961** è stato definitivamente scelto come riferimento l'isotopo del **carbonio-12** ( $1.99265 \cdot 10^{-23}$  g), al quale è stata assegnata arbitrariamente una massa esatta di **12 unità di massa atomica (12 uma)**, pari al numero dei suoi *nucleoni*.

Quindi 1 uma = 1/12 della massa dell'isotopo  $^{12}\text{C}$

$$1 \text{ uma} = 1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 12 = 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



Il fosforo (P) naturale è monoisotopico ( $^{31}\text{P}$ ).

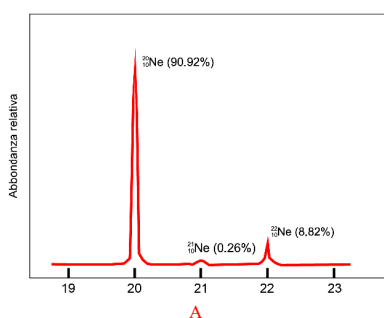
Sulla Tavola Periodica: la **massa atomica  $M_a$  (peso atomico)** del fosforo vale 30.973762 uma, ovvero un atomo di P naturale ha massa

$$30.973762 \text{ uma} \times 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g/uma} = 5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

MA IN NATURA SOLO UNA MINORANZA DI  
ELEMENTI SONO **MONOISOTOPICI**

## NUMERO ATOMICO (Z) E NUMERO DI MASSA (A)

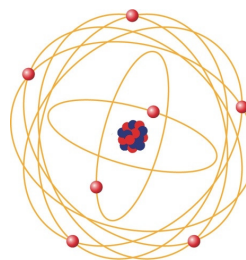
*Isotopi: esempio del Neon*



$$^{20}_{10}\text{Ne} = 90.92 \%$$

$$^{21}_{10}\text{Ne} = 0.26 \%$$

$$^{22}_{10}\text{Ne} = 8.82 \%$$



Il Neon naturale presenta tre isotopi (con numero di massa 20, 21 e 22) aventi **abbondanza relativa** definita (intesa come **numero** relativo di atomi).

**N.B. la maggior parte degli elementi presenta isotopi naturali**

## NUMERO ATOMICO (Z) E NUMERO DI MASSA (A)

Abbondanza naturale (%) degli isotopi di alcuni elementi

$^1\text{H}$	100	$^2\text{H}$	0.015
$^{12}\text{C}$	100	$^{13}\text{C}$	1.08
$^{14}\text{N}$	100	$^{15}\text{N}$	0.36
$^{16}\text{O}$	100	$^{17}\text{O}$	0.04
		$^{18}\text{O}$	0.20
$^{32}\text{S}$	100	$^{33}\text{S}$	0.80
		$^{34}\text{S}$	4.40
$^{35}\text{Cl}$	100	$^{37}\text{Cl}$	32.5
$^{79}\text{Br}$	100	$^{81}\text{Br}$	98.0
$^{28}\text{Si}$	100	$^{29}\text{Si}$	5.1
		$^{30}\text{Si}$	3.4

## UNITA' DI MASSA ATOMICA E MASSA ATOMICA (RELATIVA)

Per gli elementi multi-isotopici la massa atomica dell'elemento è espressa come la **media pesata** delle masse di tutti gli isotopi presenti.

Si tratta quindi di una **massa atomica media**: il cui valore si calcola moltiplicando la massa atomica di ognuno degli isotopi presenti nella miscela per la corrispondente **frazione isotopica** (cioè %/100) e sommando tutti i prodotti così ottenuti.

**Es.** Br naturale:  $^{79}\text{Br} = 78.92 \text{ uma}$  (50.69 %) e  $^{81}\text{Br} = 80.92 \text{ uma}$  (49.31 %)

quindi la massa atomica ( $M_a$ ) del Br naturale si calcola come

$$M_a = (78.92 \text{ uma} \times 0.5069) + (80.92 \text{ uma} \times 0.4931) = 79.91 \text{ uma}$$

valore che, infatti, troviamo sulla **Tavola Periodica**

**N.B.** la definizione di massa atomica media di un elemento è importante perché assicura la corrispondenza fra la massa di un campione macroscopico (che pesiamo su una bilancia) ed il numero di atomi di quell'elemento in esso contenuto (che ci serve per la stechiometria della reazione).



### MOLE E NUMERO DI AVOGADRO

In precedenza abbiamo calcolato la massa in grammi di **un atomo** di P:

$$30.973762 \text{ uma} \times 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g/uma} = \mathbf{5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g}}$$

Quindi un campione di **5.14332 g** di P puro contiene:

$$(\mathbf{5.14332 \text{ g}})/(5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g/atomo}) = 1.00 \cdot 10^{23} \text{ atomi di P}$$

Se raddoppiamo la massa di P puro ( $2 \times 5.14332 \text{ g} = \mathbf{10.28664 \text{ g}}$ ), ovviamente:

$$(\mathbf{10.28664 \text{ g}})/(5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g/atomo}) = 2.00 \cdot 10^{23} \text{ atomi di P}$$

.....e così via.

Il procedimento è giusto, ma non è pratico usare il numero (enorme!) di atomi per trattare le questioni stechiometriche.

Il modo più semplice per rappresentare il numero di particelle  $N$  contenute in una certa quantità di sostanza  $g$  (atomi, molecole o ioni) è quello di definire la massa  $g_0$  di un determinato numero  $N_0$  di queste particelle, cosicché:

$$g_0 : N_0 = g : N$$

### MOLE E NUMERO DI AVOGADRO

Una mole (**mol**) è la quantità di sostanza costituita da un **numero di particelle** pari al numero di atomi contenuti in 12 g dell'isotopo  $^{12}\text{C}$

(numero di Avogadro  $\mathcal{N} = \mathbf{6.02214 \cdot 10^{23} \text{ particelle/mol}}$ )

Infatti, essendo la massa di un atomo  $^{12}\text{C} = 1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

ne consegue che 12 g di  $^{12}\text{C}$  contengono:

$$(\mathbf{12 \text{ g}})/(1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g/atomo}) = \mathbf{6.02214 \cdot 10^{23} \text{ atomi di } ^{12}\text{C}}$$

Si noti che  $\mathcal{N}$  coincide numericamente con l'inverso dell'uma.

Infatti abbiamo già visto che:

$$1 \text{ uma} = \mathbf{1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g/12 uma}} = 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

**REPLICHIAMO ORA IL CALCOLO DEL NUMERO DI ATOMI IN UN CAMPIONE MACROSCOPICO DI UN DETERMINATO ELEMENTO AGGIUNGENDO IL CONCETTO DI MOLE (E DI NUMERO DI MOLI)**

### DALLA MOLE ALLA MASSA MOLARE

Abbiamo già calcolato la massa in grammi di un atomo di P:

$$30.973762 \text{ uma} \times \frac{1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12 \text{ uma}} = 5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$M_a(\text{uma})$        $1/\mathcal{N}$        $M_a(\text{g})$

In generale:  $M_a(\text{uma}) \times \frac{1}{\mathcal{N}} = M_a(\text{g})$

Da cui,  $X(\text{g})$  di un elemento di massa atomica  $M_a(\text{g/atomo})$  contiene:

$$N(\text{atomi}) = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{g / atomo})} = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{uma / atomo})} \mathcal{N} (\text{uma / g})$$

Soffermiamoci su questi risultati...

$$N(\text{atomi}) = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{g / atomo})} = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{uma / atomo})} \mathcal{N} (\text{uma / g})$$

Sia  $n$  = numero di moli dell'elemento nel campione di massa  $X$

$$n (\text{mol}) = \frac{N (\text{atomi})}{\mathcal{N} (\text{atomi / mol})} = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{g / atomo}) \mathcal{N} (\text{atomi / mol})}$$

in cui il denominatore esprime la massa molare  $M_m(\text{g / mol})$ , cioè la massa di **una mole** di quella sostanza.

Quindi  $n (\text{mol}) = \frac{X(\text{g})}{M_m(\text{g / mol})}$

**NUMERICAMENTE  
COINCIDENTI**

Inoltre  $n (\text{mol}) = \frac{N (\text{atomi})}{\mathcal{N} (\text{atomi / mol})} = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{uma / atomo}) \mathcal{N} (\text{atomi / mol})}$

Quindi  $n (\text{mol}) = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{uma / atomo})}$

**La massa molare è la massa  
atomica (in grammi)**

## DALLA MOLE ALLA MASSA MOLARE...AL NUMERO DI MOLLI

Concludiamo che la massa (in grammi) di una mole di atomi

$$\text{massa molare} \quad M_m (\text{g}) = M_a (\text{g}) \mathcal{N}$$

coincide numericamente con la massa atomica (in uma).

Inoltre:  $X (\text{g}) = n (\text{mol}) M_m (\text{g/mol})$

ovvero:  $n (\text{mol}) = X (\text{g}) / M_m (\text{g/mol})$

**N.B.** Le stesse conclusioni valgono non solo per le sostanze elementari, ma anche per i composti chimici (Es.  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , etc.), basta sostituire il peso atomico con il peso molecolare, il quale si calcola come la somma dei pesi atomici di tutti gli atomi rappresentati nella formula chimica.

## ESEMPIO

**Determinare la composizione elementare percentuale dell'idrossido di ferro(II) e la sua massa molare.**

- 1) La formula del composto è  $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- 2) Sull'appendice A1 (o su qualsiasi Tavola Periodica)

Tabella A1 - Tavola Periodica: per ciascuno degli elementi è riportato il numero atomico (in alto a sinistra), la massa atomica in uma (in alto a destra; fra parentesi quelle non assegnate in quanto riguardanti elementi artificiali), il simbolo (al centro) e il nome (in basso).

1 1.008 <b>H</b> Idrogeno	2 4.003 <b>He</b> Elio																				
3 6.941 <b>Li</b> Litio	4 9.012 <b>Be</b> Berillio															5 10.81 <b>B</b> Boro	6 12.01 <b>C</b> Carbonio	7 14.0 <b>N</b> Azoto	8 16.00 <b>O</b> Ossigeno	9 19.00 <b>F</b> Fluoro	10 20.18 <b>Ne</b> Neon
11 22.99 <b>Na</b> Sodio	12 24.31 <b>Mg</b> Magnesio													13 26.98 <b>Al</b> Alluminio	14 28.09 <b>Si</b> Silicio	15 30.97 <b>P</b> Fosforo	16 32.07 <b>S</b> Zolfo	17 35.45 <b>Cl</b> Cloro	18 39.95 <b>Ar</b> Argo		
19 39.10 <b>K</b> Potassio	20 40.08 <b>Ca</b> Calcio	21 44.96 <b>Sc</b> Scandio	22 47.87 <b>Ti</b> Titanio	23 50.94 <b>V</b> Vanadio	24 52.00 <b>Cr</b> Cromo	25 54.94 <b>Mn</b> Manganese	26 55.85 <b>Fe</b> Ferro	27 58.93 <b>Co</b> Cobalto	28 58.69 <b>Ni</b> Nichel	29 63.55 <b>Cu</b> Rame	30 65.39 <b>Zn</b> Zinco	31 69.72 <b>Ga</b> Gallio	32 72.59 <b>Ge</b> Germanio	33 74.92 <b>As</b> Arsenico	34 78.96 <b>Se</b> Selenio	35 79.90 <b>Br</b> Bromo	36 83.80 <b>Kr</b> Kripton				

3) Peso molecolare:  $\text{Fe} + 2\text{H} + 2\text{O} = 55.85 + 2 \times 1.00 + 2 \times 16.00 = 89.85 \text{ uma}$

4)  $\text{Fe} = 55.85 \times 100 / 89.85 = 62.16 \%$        $\text{H} = 2 \times 1.00 \times 100 / 89.85 = 2.23 \%$

$\text{O} = 100 - 62.14 - 2.23 = 35.61 \%$        $= 2 \times 16.00 \times 100 / 89.85$

5) Per  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ :  $M_m = 89.85 \text{ g}$

**ESEMPIO**

**Sulla base dell'esercizio precedente, dato un campione X di 142.8 g di idrossido di ferro(II), calcolare: a) la massa degli elementi in X; b) le moli di sostanza; c) le moli di ciascun elemento d) il numero di molecole nel campione; e) il numero di atomi di ciascun elemento.**

N.B. Nell'esercizio precedente abbiamo già determinato la formula  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , la massa molare e le percentuali elementari in peso.

- a)  $\text{Fe} = 142.8 \text{ g} \times \frac{62.14}{100} = 88.76 \text{ g}$      $\text{H} = 142.8 \text{ g} \times \frac{2.23}{100} = 3.18 \text{ g}$   
 $\text{O} = 142.8 - 88.76 \text{ g} - 3.18 \text{ g} = 50.86 \text{ g} = 142.8 \text{ g} \times \frac{35.61}{100}$
- b)  $n = \frac{g}{M_m} = \frac{142.8 \text{ g}}{89.85 \text{ g mol}^{-1}} = 1.59 \text{ mol di Fe}(\text{OH})_2$
- c)  $n = 1.59 \text{ mol Fe}$                       per H e O:       $n = 1.59 \text{ mol} \times 2 = 3.18 \text{ mol}$
- d)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 = n \times \mathcal{N} = 1.59 \text{ mol} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ molecole mol}^{-1} =$   
 $= 9.57 \times 10^{23} \text{ molecole}$
- e)  $\text{Fe} = 1 \text{ atomo molecola}^{-1} \times 9.57 \times 10^{23} \text{ molecole} = 9.57 \times 10^{23} \text{ atomi}$   
per H e O:  $2 \text{ Fe} = 2 \text{ atomi molecola}^{-1} \times 9.57 \times 10^{23} \text{ molecole} =$   
 $= 1.91 \times 10^{24} \text{ atomi}$

**ESEMPIO**

- a) **bilanciare la reazione**  $\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) **quanti grammi di HCl ( $M_m = 36.45 \text{ g mol}^{-1}$ ) sono necessari e per far reagire tutto il campione X dell'esercizio precedente?**
- c) **quanti grammi di  $\text{FeCl}_2$  ( $M_m = 126.75 \text{ g mol}^{-1}$ ) sono formati?**

- a)  $\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(aq)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) abbiamo calcolato che 142.8 g di X sono 1.59 mol, quindi sono necessarie  
 $2 \times 1.59 \text{ mol} = 3.18 \text{ mol di HCl}$   
pari a       $3.18 \text{ mol} \times 36.45 \text{ g mol}^{-1} = 115.86 \text{ g di HCl}$
- c) sono prodotte 1.59 mol di  $\text{FeCl}_2$   
pari a       $1.59 \text{ mol} \times 126.75 \text{ g mol}^{-1} = 201.45 \text{ g di FeCl}_2$

Termine Capitolo 1 del libro «Le Basi della Chimica»  
e Capitoli 1 e 4 del libro di «Stechiometria»  
(tranne numero di ossidazione e bilanciamento reazioni redox)

\*\*\*\*\*

- Studiare nel file «100 esercizi irrinunciabili» sul sito  
<https://www.edizionale.it/> gli esercizi dal A1.1 al A1.15
- Fare gli esercizi di autovalutazione del Capitolo 1 di Stechiometria
- Fare gli esercizi di fine capitoli 1 e 4 di Stechiometria

**FINCHE' NON CI SI SENTITE SICURI DI PADRONEGGIARE  
CON DISINVOLTURA GLI ARGOMENTI PRESENTATI.**

**CHIARIRE I DUBBI AL RICEVIMENTO!!!!**